第31講

1　酸と塩基

(5)　中和反応と量的関係

酸と塩基の反応を中和反応とよぶ。通常H^+とOH^-から水ができるため，下記の式のように表すことができる。

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

酸と塩基が過不足なく反応する点が中和点であり，中和点では酸のもつ水素イオンH^+の物質量と塩基のもつ水酸化物イオンOH^-の物質量が一致する。

これより，中和点では

酸の物質量×価数＝塩基の物質量×価数

が成立する。

例　シュウ酸二水和物1.26 gを溶かした水溶液を完全に中和するために，4.0％，1.05 g/mL の水酸化ナトリウム水溶液は何mL必要か。

解：19 mL

(6)　水のイオン積とpH

(i)　水のイオン積

水は次のように電離している。

$$H_2O \longrightarrow H^+ + OH^- \quad \Delta H = 56\,\mathrm{kJ}$$

平衡定数Kは

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

となるが，水の濃度は一定と考えることができるため，

$$K[H_2O] = K_w = [H^+][OH^+]$$

と表すことができる。これを水のイオン積K_wという。

平衡定数は温度で変化するため，水のイオン積も温度で変化する。25℃のとき水のイオン積は$1.0 \times 10^{-14}\,(\mathrm{mol/L})^2$である。

(ii)　水素イオン濃度と液性

(i)で述べたように，温度が一定であるかぎり，水素イオン濃度と水酸化物イオン濃度の積は水のイオン積で一定となる。これを利用し，水素イオン濃度の割合で溶液の液性を定める。25℃で考えると

$[H^+]>[OH^-]$すなわち$[H^+]>1.0\times10^{-7}$ mol/Lのとき酸性

$[H^+]=[OH^-]$すなわち$[H^+]=1.0\times10^{-7}$ mol/Lのとき中性

$[H^+]<[OH^-]$すなわち$[H^+]<1.0\times10^{-7}$ mol/Lのとき塩基性

(iii)　pH

(ii)のように，水素イオン濃度の割合で溶液の液性を表す。しかし水素イオン濃度の変化は極めて大きいため，対数をとったpHという指数を用いて表していく。

$$pH=-\log[H^+]$$

また，水酸化物イオン濃度の対数はpOHである。

$$pOH=-\log[OH^-]$$

25℃のとき

$$pH+pOH=14$$

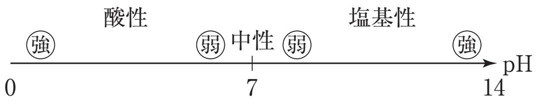
以上より，

pH＜7のとき酸性

pH＝7のとき中性

pH＞7のとき塩基性

となる。



ⒸRECRUIT HOLDINGS
本サービスに関する知的財産権その他一切の権利は著作権者に帰属します。
また本サービスに掲載の全部または一部につき無断複製・転載を禁止します。

第31講　演習問題

2　次の文を読み，下記の設問１～３に答えよ。ただし，原子量はＨ＝1，Ｃ＝12，Ｏ＝16とする。

0.0100 mol/Lの硫酸水溶液と0.0100 mol/Lの塩酸を混合した水溶液がある。混合比を求めるために，以下の実験１～３を行った。

実験１：シュウ酸二水和物$(COOH)_2\cdot 2H_2O$の結晶1.2600 gを水に溶かして，メスフラスコで1Lにしたシュウ酸水溶液をつくった。

実験２：このシュウ酸水溶液10.00 mLを，用意してあった水酸化ナトリウム水溶液を用いて中和滴定したところ20.00 mL必要であった。

実験３：この水酸化ナトリウム水溶液で，塩酸と硫酸水溶液の混合水溶液10.00mLを中和滴定したところ，12.50mL必要であった。

１．実験１でつくったシュウ酸水溶液のモル濃度(mol/L)を，有効数字３桁で記せ。

２．実験２で決定した水酸化ナトリウム水溶液のモル濃度(mol/L)を，有効数字３桁で記せ。

３．この混合水溶液は，0.0100 mol/Lの硫酸水溶液100 mLに，0.0100 mol/Lの塩酸何mLが混合したものであるかを計算し，有効数字３桁で記せ。ただし，混合した際に，水溶液の総体積は硫酸水溶液の体積と塩酸の体積の和に等しいものとする。

3

〔Ⅰ〕　塩酸100 mLと酢酸水溶液100 mLがあり，どちらの溶液のpHも，ともに３である。次の記述のうち，正しいものには○を，誤っているものには×を記せ。

(1)　それぞれの溶液をつくるために要した塩化水素と酢酸の物質量は等しい。

(2)　それぞれの溶液中に含まれる陰イオンのモル濃度は等しい。

(3)　それぞれの溶液を中和するのに必要な水酸化ナトリウムの量は等しい。

〔Ⅱ〕　中和滴定に関する次の問いに答えよ。ただし，各元素の原子量は，Ｈ＝1，Ｃ＝12，Ｏ＝16，Na＝23，Ｓ＝32とし，$\log_{10}2=0.30$，$\log_{10}3=0.48$，$\log_{10}7=0.85$とする。

問　25℃においてpH＝3.30の酢酸水溶液50.0 mLを5.00×10^{-2} mol/L水酸化ナトリウム水溶液で滴定したところ，中和までに14.3 mLを要した。この酢酸水溶液中の酢酸の電離度はいくらか。解答は有効数字３桁目を四捨五入して示せ。

〔Ⅲ〕　25℃で1.0×10^{-7} mol/Lの塩酸の水素イオンのモル濃度(mol/L)はいくらか。有効数字2桁で答えよ。ただし，25℃で水のイオン積は1.0×10^{-14} (mol/L)^{2}とする。

第31講　確認テスト

1　次の文章を読み，問１～４に答えよ。

強塩基【A】の水溶液10 mLをpHが約１の強酸【B】の水溶液で中和滴定したところ，白色の沈殿を生じ，終点に達するのに22 mLを要した。この沈殿物の炎色反応を行ったところ，橙赤色を呈した。また，別に酢酸（分子量60）を4.5％（質量パーセント）含む食酢を５倍に希釈したものを用いて，同様に中和滴定したところ，32 mLを要した。なお，食酢中の酸は全て酢酸であり，食酢の密度は1.00 g/cm^{3}とする。

問１　【A】として，正しいものはどれか。

㋐　LiOH　　㋑　KOH　　㋒　$Ba(OH)_2$　　㋓　$Ca(OH)_2$

問２　【A】の水溶液の濃度（mol/L）として，最も近い値はどれか。

㋐　0.06　　㋑　0.12　　㋒　0.24　　㋓　0.36

問３　【B】として，正しいものはどれか。

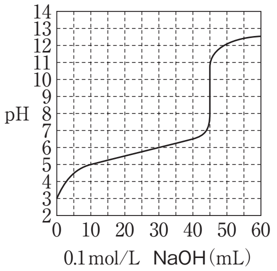
㋐　HCl　　㋑　HNO_3　　㋒　H_2SO_4　　㋓　$HClO_4$

問４　【B】の水溶液の濃度（mol/L）として，最も近い値はどれか。

㋐　0.11　　㋑　0.23　　㋒　0.38　　㋓　0.46

2　右のグラフは，ある１価の弱酸水溶液30 mLを中和するのに加えた水酸化ナトリウム水溶液の滴定曲線である。中和滴定前の弱酸の電離度をグラフをもとに計算し，最も近い値を選べ。

㋐　0.06　　㋑　0.01　　㋒　0.007　　㋓　0.005



第31講　演習問題

2　1.　0.0100 mol/L

2.　0.0100 mol/L

3.　300 mL

3

〔Ⅰ〕　(1)　×　　(2)　○　　(3)　×

〔Ⅱ〕　3.5×10^{-2}

〔Ⅲ〕　1.6×10^{-7} mol/L

©RECRUIT HOLDINGS

本サービスに関する知的財産権その他一切の権利は著作権者に帰属します。
また本サービスに掲載の全部または一部につき無断複製・転載を禁止します。

第31講　確認テスト

1　問１　㋓　　問２　㋒　　問３　㋒　　問４　㋐

2　㋒

【解説】

1

問１　炎色反応橙赤色より，カルシウムイオンをもつ。

問２　水酸化カルシウム水溶液の濃度をx mol/Lとすると，

$$32 \times 1.00 \times \frac{4.5}{100} \times \frac{1}{5} \times \frac{1}{60} \times 1 = x \times \frac{10}{1000} \times 2$$

$$x = \boxed{0.24}\,\mathrm{mol/L}$$

問３　水酸化カルシウム水溶液と反応して白色沈殿を生じたことから，硫酸。

問４　硫酸の濃度をy mol/Lとすると，

$$0.24 \times 10 \times 2 = y \times 22 \times 2$$

$$y \fallingdotseq \boxed{0.11}\,\mathrm{mol/L}$$

2

グラフより，中和点までに滴下した水酸化ナトリウム水溶液は45mLである。

よって弱酸の濃度x mol/Lは

$$x \times 30 \times 1 = 0.1 \times 45 \times 1$$

$$x = 0.15\ \mathrm{mol/L}$$

また，中和滴定前のpHはグラフより3.0である。

よって，

$$[\mathrm{H^+}] = 0.15 \times 1 \times \alpha = 1.0 \times 10^{-3}$$

$$\alpha \fallingdotseq \boxed{0.007}$$